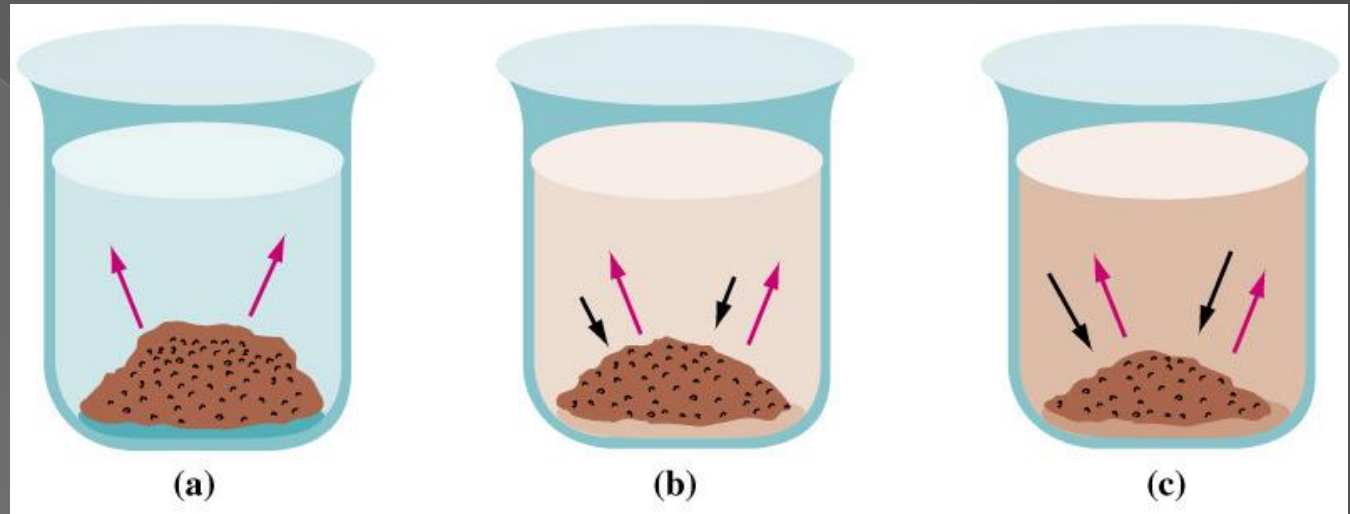


# PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

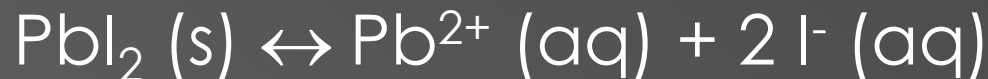
# 1

## CONCEPTOS BÁSICOS.



$$V_{\text{disoluc}} = V_{\text{cristaliz}} \Rightarrow \text{Equilibrio}$$

**Disolución saturada:** Aquélla que contiene la máxima cantidad de soluto que puede disolverse en una determinada cantidad de disolvente a una temperatura dada.



- Dinámico
- Heterogéneo
- Reacción directa: disolución [Equilibrios de solubilidad]
- Reacción inversa: precipitación [Equilibrios de precipitación]

**Reacciones de precipitación:** Aquéllas que dan como resultado la formación de un producto insoluble.

**Precipitado:** Sólido insoluble que se forma por una reacción en disolución.



# Equilibrio de solubilidad

Se define la **solubilidad (S)** como la máxima cantidad de soluto disuelto permitida por litro de disolución

Todas las sustancias en mayor o menor grado son solubles en agua.

Incluso las sustancias denominadas “insolubles” experimentan el equilibrio de solubilidad:

Sólidos iónicos cristalinos	• Solubles	$(s \geq 2 \cdot 10^{-2} \text{ M})$
	• Ligeramente solubles	$(10^{-5} \text{ M} < s < 2 \cdot 10^{-2} \text{ M})$
	• Insolubles	$(s \leq 10^{-5} \text{ M})$

[p.ej. NaCl en agua a 0°C  $\Rightarrow s = 35.7 \text{ g por } 100 \text{ mL agua}$ ]



# Equilibrio de precipitación

A idéntica situación (equilibrio) se llega si el compuesto AB se forma al mezclar disoluciones iónicas de compuestos solubles que contienen los iones  $A^+$  y  $B^-$  por separado: **formación del precipitado**

Ejemplo:  $Ba(SO_4)_4$



**equilibrio de precipitación**



**equilibrio de solubilidad**

## 2 PRODUCTO DE SOLUBILIDAD.



$$K_{PS} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$



**Constante del Producto de solubilidad**

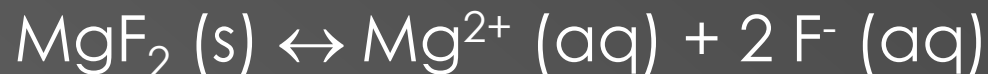
**Relación entre la solubilidad y el producto de solubilidad:**



$[\text{AgCl}]_0$	$-$	$-$
$[\text{AgCl}]_{eq}$	$s$	$s$

$$K_{PS} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = s^2$$

$$s = \sqrt{K_{PS}}$$



[ ]<sub>eq</sub>

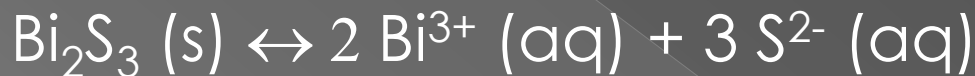
s

2s

$$K_{PS} = [\text{Mg}^{2+}] [\text{F}^-]^2$$

$$K_{PS} = (s) (2s)^2$$

$$s = 3 \sqrt{\frac{K_{ps}}{4}}$$



[ ]<sub>eq</sub>

2s

3s

$$K_{PS} = [\text{Bi}^{3+}]^2 [\text{S}^{2-}]^3$$

$$K_{PS} = (2s)^2 (3s)^3$$

$$s = \sqrt[5]{\frac{K_{PS}}{108}}$$

# Constantes del producto de solubilidad a 25 °C

Soluto	Equilibrio de solubilidad	
Bromuro de plata	$\text{AgBr}(s) \rightleftharpoons \text{Ag}^+(aq) + \text{Br}^-(aq)$	$5,0 \times 10^{-13}$
Carbonato de bario	$\text{BaCO}_3(s) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(aq) + \text{CO}_3^{2-}(aq)$	$5,1 \times 10^{-9}$
Carbonato de calcio	$\text{CaCO}_3(s) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(aq) + \text{CO}_3^{2-}(aq)$	$2,8 \times 10^{-9}$
Carbonato de estroncio	$\text{SrCO}_3(s) \rightleftharpoons \text{Sr}^{2+}(aq) + \text{CO}_3^{2-}(aq)$	$1,1 \times 10^{-10}$
Carbonato de magnesio	$\text{MgCO}_3(s) \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+}(aq) + \text{CO}_3^{2-}(aq)$	$3,5 \times 10^{-8}$
Carbonato de plata	$\text{Ag}_2\text{CO}_3(s) \rightleftharpoons 2 \text{Ag}^+(aq) + \text{CO}_3^{2-}(aq)$	$8,5 \times 10^{-12}$
Cloruro de mercurio(I)	$\text{Hg}_2\text{Cl}_2(s) \rightleftharpoons \text{Hg}_2^{2+}(aq) + 2 \text{Cl}^-(aq)$	$1,3 \times 10^{-18}$
Cloruro de plata	$\text{AgCl}(s) \rightleftharpoons \text{Ag}^+(aq) + \text{Cl}^-(aq)$	$1,8 \times 10^{-10}$
Cloruro de plomo(II)	$\text{PbCl}_2(s) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(aq) + 2 \text{Cl}^-(aq)$	$1,6 \times 10^{-5}$
Cromato de plata	$\text{Ag}_2\text{CrO}_4(s) \rightleftharpoons 2 \text{Ag}^+(aq) + \text{CrO}_4^{2-}(aq)$	$1,1 \times 10^{-12}$
Cromato de plomo(II)	$\text{PbCrO}_4(s) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(aq) + \text{CrO}_4^{2-}(aq)$	$2,8 \times 10^{-13}$
Fluoruro de calcio	$\text{CaF}_2(s) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(aq) + 2 \text{F}^-(aq)$	$5,3 \times 10^{-9}$
Fluoruro de magnesio	$\text{MgF}_2(s) \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+}(aq) + 2 \text{F}^-(aq)$	$3,7 \times 10^{-8}$
Fosfato de magnesio	$\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2(s) \rightleftharpoons 3 \text{Mg}^{2+}(aq) + 2 \text{PO}_4^{3-}(aq)$	$1 \times 10^{-25}$
Hidróxido de aluminio	$\text{Al}(\text{OH})_3(s) \rightleftharpoons \text{Al}^{3+}(aq) + 3 \text{OH}^-(aq)$	$1,3 \times 10^{-33}$
Hidróxido de cromo(III)	$\text{Cr}(\text{OH})_3(s) \rightleftharpoons \text{Cr}^{3+}(aq) + 3 \text{OH}^-(aq)$	$6,3 \times 10^{-31}$
Hidróxido de hierro(III)	$\text{Fe}(\text{OH})_3(s) \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+}(aq) + 3 \text{OH}^-(aq)$	$4 \times 10^{-38}$
Hidróxido de magnesio	$\text{Mg}(\text{OH})_2(s) \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+}(aq) + 2 \text{OH}^-(aq)$	$1,8 \times 10^{-11}$
Ioduro de plata	$\text{AgI}(s) \rightleftharpoons \text{Ag}^+(aq) + \text{I}^-(aq)$	$8,5 \times 10^{-17}$
Ioduro de plomo(II)	$\text{PbI}_2(s) \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}(aq) + 2 \text{I}^-(aq)$	$7,1 \times 10^{-9}$
Sulfato de bario	$\text{BaSO}_4(s) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}(aq) + \text{SO}_4^{2-}(aq)$	$1,1 \times 10^{-10}$
Sulfato de calcio	$\text{CaSO}_4(s) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+}(aq) + \text{SO}_4^{2-}(aq)$	$9,1 \times 10^{-6}$
Sulfato de estroncio	$\text{SrSO}_4(s) \rightleftharpoons \text{Sr}^{2+}(aq) + \text{SO}_4^{2-}(aq)$	$3,2 \times 10^{-7}$

\*En el Apéndice D se encuentra una relación más amplia de valores de  $K_{sp}$ .



## Como calcular la solubilidad del AgCl



[ ] <sub>o</sub>	—	—
[ ] <sub>eq</sub>	s	s

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = s^2$$

$$s = \sqrt{1,6 \times 10^{-10}}$$

**Solubilidad molar:**

$$s = 1,3 \times 10^{-5} \text{ M} = [\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-]$$

$$s = 1,3 \times 10^{-5} \text{ M} \times \text{PM}_{\text{AgCl}}$$

$$s = 1,3 \times 10^{-5} \text{ mol/L} \times 143,5 \text{ g/mol}$$

**Solubilidad:**

$$s = 1,87 \times 10^{-3} \text{ g/L}$$

Mezclamos dos disoluciones que contienen dos iones que pueden formar una sal insoluble.

*¿Cómo saber si se formará precipitado?*

*¿El sistema está en equilibrio?*

**$Q = K_{ps} \Rightarrow$  Equilibrio : disolución saturada**

**$Q > K_{ps} \Rightarrow$  Se desplaza hacia la izquierda : precipita**

**$Q < K_{ps} \Rightarrow$  No precipita : disolución no saturada.**

## Reglas de solubilidad para compuestos iónicos en agua a $T = 25\text{ }^{\circ}\text{C}$

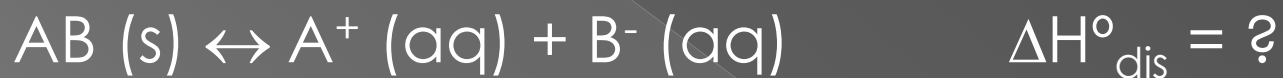
Compuestos solubles	Excepciones
Compuestos que contengan iones de metales alcalinos ( $\text{Li}^{+1}$ , $\text{Na}^{+1}$ , $\text{K}^{+1}$ , $\text{Rb}^{+1}$ , $\text{Cs}^{+1}$ y el ion amonio $\text{NH}_4^{+1}$ )	
Nitratos ( $\text{NO}_3^{-1}$ ), bicarbonatos ( $\text{HCO}_3^{-1}$ ) y cloratos ( $\text{ClO}_4^{-1}$ )	
Halogenuros ( $\text{Cl}^{-1}$ , $\text{Br}^{-1}$ y $\text{I}^{-1}$ )	Halogenuros de $\text{Ag}^{+1}$ , $\text{Hg}_2^{+2}$ y $\text{Pb}^{+2}$
Sulfatos ( $\text{SO}_4^{-2}$ )	Sulfatos de $\text{Ag}^{+1}$ , $\text{Ca}^{+2}$ , $\text{Sr}^{+2}$ , $\text{Ba}^{+2}$ y $\text{Pb}^{+2}$
Compuestos insolubles	Excepciones
Carbonatos ( $\text{CO}_3^{-2}$ ), fosfatos ( $\text{PO}_4^{-3}$ ), cromatos ( $\text{CrO}_4^{-2}$ ) y sulfuros ( $\text{S}^{-2}$ )	Compuestos que contienen iones de metales alcalinos y al ion amonio
Hidróxidos ( $\text{OH}^{-1}$ )	Compuestos que contienen iones de metales alcalinos y al ion $\text{Ba}^{+2}$

**Problema:** Clasificar a los siguientes compuestos como solubles o insolubles en agua:  
 $\text{Ag}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  y  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$

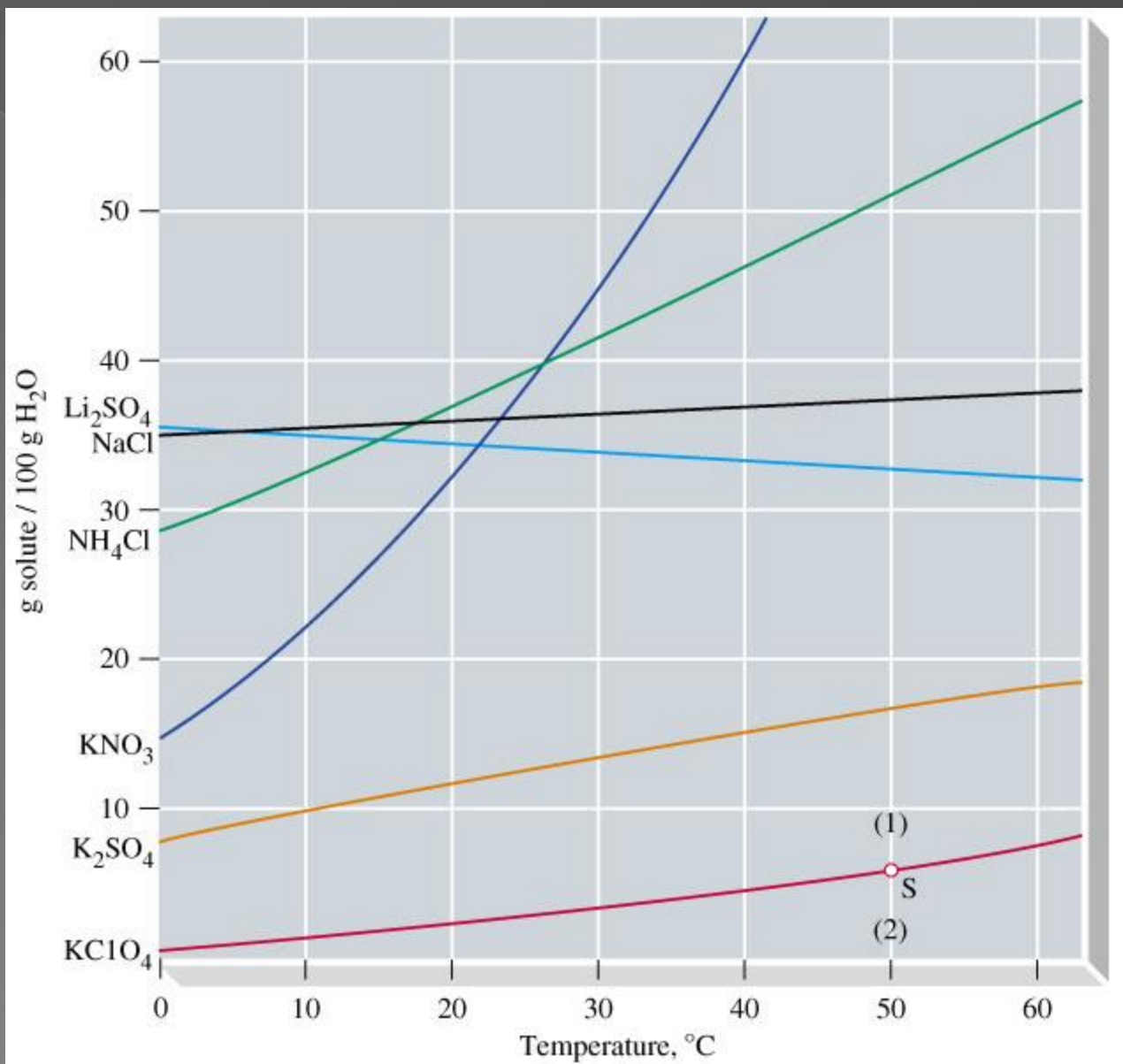
# 3 FACTORES QUE AFECTAN A LA SOLUBILIDAD.

## 3.1. Efecto de la temperatura.

Afecta a  $K_{ps}$ , dado que es una constante de equilibrio.

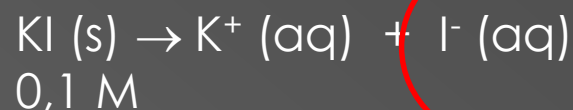
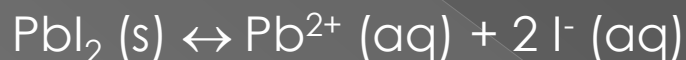


- Si  $\Delta H^\circ_{dis} > 0$  (endotérmica)  $\Rightarrow T \uparrow K_{ps} \uparrow s \uparrow$
- Si  $\Delta H^\circ_{dis} < 0$  (exotérmica)  $\Rightarrow T \uparrow K_{ps} \downarrow s \downarrow$

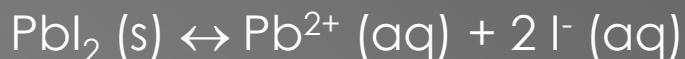


## 3.2. Efecto del ión común.

La solubilidad de un compuesto iónico poco soluble **disminuye** en presencia de un segundo soluto que proporcione un ión común.



**ión común**



[ ] <sub>o</sub>	0	0,1 M
c)	s	2s
[ ] <sub>eq</sub>	s	0,1 + 2s

$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] [\text{I}^-]^2$$

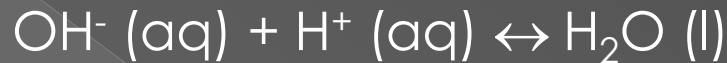
$$7,1 \times 10^{-9} = s \cdot (0,1)^2$$

$$\mathbf{s = 7,1 \times 10^{-7} \text{ M}}$$

$$s (\text{PbI}_2 \text{ en agua}) = 1,2 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$s (\text{PbI}_2 \text{ en una disolución } 0,1 \text{ M de KI}) = 7,1 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

### 3.3. Efecto del pH.



Si el pH se hace más ácido  $\Rightarrow$  menor  $[\text{OH}^-]$   $\Rightarrow$   
 $\Rightarrow$  el equilibrio se desplaza a la derecha  $\Rightarrow$  **mayor solubilidad**.

Este efecto ocurre en todas las sales cuyo anión presente carácter básico (que puede hidrolizar).



La solubilidad de las sales que contienen aniones básicos aumenta conforme el pH disminuye.